Soluciones

1. La velocidad de disolución de un soluto en un solvente depende de:

I. La temperatura
II. La agitación
III. La superficie de contacto

Son correctas:

A) Sólo I
B) Sólo II
C) Sólo III
D) I y II
E) Todas

La temperatura, agitación y superficie de contacto favorecen la disolución. La velocidad de dilución se ve favorecida con la temperatura, la agitación permite remover la capa saturada del sólido. Por otra parte a mayor superficie se aumenta el contacto entre las moléculas del sólido y las del solvente.

2. La densidad de una solución acuosa de sal es 1,2 g/mL. Esto significa que:
A) 1 mL de solución contiene 1,2 g de sal
B) 1 mL de solución tiene una masa de 1,2 g
C) En 1,2 g de solución hay 1 g de sal y 0,2 g de agua
D) En 1,2 g de solución hay 1 g de agua y 0,2 g de sal
E) 1 L de solución hay 1200 g de sal

La densidad de la solución se define:

$$d_{solución} = \frac{masa_{solución}}{volumen_{solución}}$$

Entonces, si sabemos que la densidad de la solución es 1,2 g/mL, lo podemos interpretar como que en 1 mL de solución hay 1,2 g (de la solución).

3. Se dispone de 80 g de solución de nitrato de potasio al 12% m/m. Si se agregan 6,0 g de nitrato de potasio, ¿cuál es el nuevo % m/m de la solución?

El porcentaje masa-masa, indica la cantidad de soluto que hay en 100 g de solución, por lo tanto:

$$12\ g\ soluto \rightarrow 100\ g\ de\ solución$$
$$X\ g\ soluto \rightarrow 80\ g\ de\ solución$$
$$x = 9{,}6\ g\ de\ soluto$$

Ahora determinamos el nuevo % m/m, si agregamos 6 g de soluto a la solución anterior. Como:

$$\%m/m = \frac{masa_{soluto}}{masa\ _{solución}} * 100$$

Reemplazando:

$$\%m/m = \frac{9{,}6\ g + \mathbf{6{,}0\ g}}{80\ g + \mathbf{6{,}0\ g}} * 100$$ = 18,14 % m/m

4. Se prepara una solución disolviendo 300 g de ácido fosfórico en agua suficiente para formar un litro de solución cuya densidad resulta ser 1,15 g/mL. Determine:
A. Porcentaje en masa
B. Porcentaje masa/volumen
C. Molaridad
D. Molalidad
E. Fracción molar del soluto

Datos:
Masa de soluto= 300 g de H_3PO_4
Volumen de la solución= 1000 mL = 1L
Densidad de la solución= d = 1,15 g/mL

Con estos datos podemos calcular la masa de solución:

$$d_{solución} = \frac{masa_{solución}}{volumen_{solución}} \xrightarrow{entonces} masa_{solución} = d_{solución} * volumen_{solución} = 1{,}15\frac{g}{mL} * 1000\ mL = \mathbf{1150\ g\ de\ solución}$$

A)

$$\%m/m = \frac{masa_{soluto}}{masa_{\ soluto} + masa_{solvente}} * 100 \xrightarrow{que\ equivale\ a} \%m/m = \frac{masa_{soluto}}{masa_{\ solución}} * 100$$

Reemplazando

$$\%m/m = \frac{300\ g}{1150\ g} * 100 = 26{,}1\ \%\ m/m$$

B)

$$\%m/V = \frac{masa_{soluto}}{volumen_{solución}} * 100$$

Reemplazando:

$$\%\ m/V = \frac{300\ g}{1000\ mL} * 100 = 30\ \%\ m/V$$

C)

$$M = \frac{n_{soluto}}{V_{solución}\ (L)} = \frac{m_{soluto}}{MM_{soluto}\left(\frac{g}{mol}\right) * V_{solución}\ (L)}$$

Determinamos la masa molar (MM) del ácido fosfórico, H_3PO_4= 98 g/mol, y reemplazamos:

$$M = \frac{m_{soluto}}{MM_{soluto}\left(\frac{g}{mol}\right)*V_{solución}\ (L)} = \frac{300\ g}{98\left(\frac{g}{mol}\right) * 1\ (L)} = 3{,}06\ \text{M}$$

D)

$$"m" = \frac{n_{soluto}}{m_{solvente}\ (Kg)} = \frac{m_{soluto}}{MM_{soluto}\left(\frac{g}{mol}\right) * m_{solvente}\ (Kg)}$$

Para resolver esto, necesitamos la masa de solvente, y como:

$$masa_{\ soluto} + masa_{solvente} = masa_{\ solución}$$

$$masa_{solvente} = masa_{\ soluci\acute{o}n} - masa_{\ soluto}$$ = 1150 g – 300 g = 850 g de solvente

Ahora, reemplazamos:

$$"m" = \frac{m_{soluto}}{MM_{soluto}\left(\frac{g}{mol}\right) * m_{solvente}\ (Kg)} = \frac{300g}{98\left(\frac{g}{mol}\right) * 0{,}85\ (Kg)} = 3{,}60\ \text{“m”}$$

E)

$$X_{soluto} = \frac{n_{soluto}}{n_{soluto} + n_{solvente}}$$

Como:

$$n = \frac{masa\ (g)}{masa\ molar\ (\frac{g}{mol})}$$

y sabemos las masas y masas molares del soluto (H_3PO_4) y del solvente (H_2O), podemos calcular los moles de soluto y solvente y reemplazar:

$$n_{soluto} = \frac{masa\ (g)}{masa\ molar\ (\frac{g}{mol})} = \frac{300\ g}{98\ \frac{g}{mol}} = 3{,}06\ \text{mol} \qquad n_{solvente} = \frac{masa\ (g)}{masa\ molar\ (\frac{g}{mol})} = \frac{850\ g}{18\ \frac{g}{mol}} = 47{,}22\ \text{mol}$$

Reemplazamos:

$$X_{soluto} = \frac{n_{soluto}}{n_{soluto} + n_{solvente}} = \frac{3{,}06}{3{,}06 + 47{,}22} = 0{,}061$$

5. Determine el volumen de solución al 18% m/v que se puede preparar con 25 g de soluto y suficiente agua.
A) 75 mL
B) 139 mL
C) 72 mL
D) 142 mL

El porcentaje masa-volumen, indica la cantidad de soluto que hay en 100 mL de solución, por lo tanto:

$$18\ g\ soluto \rightarrow 100\ mL\ de\ soluci\acute{o}n$$
$$25\ g\ soluto \rightarrow x\ mL\ de\ soluci\grave{o}n$$
$$x = 138{,}88\ mL$$
$$138{,}88 \approx 139\ mL$$

6. Se mezclan 120 g de etanol (C_2H_5OH) de densidad 0,7893 g/mL con 280 g de agua de densidad 1 g/mL. Determine el % m/m, % m/v y % v/v de la solución si su densidad es 0,9538 g/mL.

Datos:

	Soluto (C_2H_5OH)	Solvente (H_2O)	Solución
masa	120 g	280 g	
densidad	0,7893 g/mL	1 g/mL	0,9538 g/mL

Con los datos, podemos calcular la masa de solución:

$$masa_{\ soluci\acute{o}n} = masa_{\ soluto} + masa_{solvente}$$ = 120 g + 280 g = 400 g

$$\%m/m = \frac{masa_{soluto}}{masa\ _{solución}} * 100 = \frac{120\ g}{400\ g} * 100 = \textbf{30\% m/m}$$

Como la masa de la solución es 400 g y la densidad es 0,9538 g/mL, podemos determinar el volumen de la solución:

$$d_{solución} = \frac{masa_{solución}}{volumen_{solución}} \xrightarrow{entonces} volumen_{solución} = \frac{masa_{solución}}{d_{solución}} = \frac{400\ g}{0{,}9538\ \frac{g}{mL}} = 419{,}38\ mL\ de\ solución$$

$$\%m/V = \frac{masa_{soluto}}{volumen_{solución}} * 100 = \frac{120\ g}{419{,}38\ mL} * 100 = \mathbf{28{,}61\%\ m/V}$$

Como la masa del soluto es 120 g y la densidad es 0,7893 g/mL, podemos determinar el volumen del soluto:

$$d_{soluto} = \frac{masa_{soluto}}{volumen_{soluto}} \xrightarrow{entonces} volumen_{soluto} = \frac{masa_{soluto}}{d_{soluto}} = \frac{120\ g}{0{,}7893\ \frac{g}{mL}} = 152{,}03\ mL\ de\ soluto$$

$$\%V/V = \frac{volumen_{soluto}}{volumen_{solución}} * 100 = \frac{152{,}03\ mL}{419{,}38\ mL} * 100 = \mathbf{36{,}25\ \%\ V/V}$$

7. Se disuelve 56,1 g de hidróxido de potasio en 250 mL de solución acuosa. Puede afirmarse que la solución resultante será:
I. 22,44% m/m
II. 22,44% m/v
III. 4,0 mol/L

Es correcto:
A) Sólo I
B) sólo II
C) sólo III
D) I y III
E) II y III

I. No se puede determinar el %m/m porque no tenemos la masa de la solución, ya que no nos dan la densidad de la solución.

II. $\%m/v = \frac{masa_{soluto}}{masolumen\ _{solución}} * 100 = \frac{56{,}1\ g}{250\ mL} * 100 =$ 22,44% m/v

III. Como la masa molar del KOH es 56,1 g/mol, reemplazamos:

$$M = \frac{n}{V(L)} = \frac{m}{MM\left(\frac{g}{mol}\right) * V\ (L)} = \frac{56{,}1\ g}{56{,}1\ \left(\frac{g}{mol}\right) * 0{,}25\ (L)} = \textbf{4,0 M}$$

8. La masa de hidróxido de sodio (NaOH) necesaria para preparar 1000 mL de una solución 0,05 M es:
A) 0,2 g
B) 5,1 g
C) 2,0 g
D) 0,05 g

La concentración expresada en molaridad, indica cuántos moles de soluto hay en un litro de solución. Como la pregunta corresponde a la masa de NaOH, se debe conocer la masa molar de soluto se necesita.

0,05 M $\xrightarrow{equivale\ a\ decir}$ $0{,}05\ mol \rightarrow 1000 mL\ de\ solución$

$$0{,}05\ mol\ de\ NaOH \rightarrow 1000mL\ de\ solución$$
$$X \rightarrow 1000mL\ de\ solución$$

$$X = 0{,}05\ mol \text{ de NaOH}$$

$$n = \frac{masa\ (g)}{masa\ molar\ (\frac{g}{mol})}$$

MM_{NaOH} = 40 g/mol

$$masa = n * masa\ molar = 0{,}05 \text{ mol NaOH } * 40 \text{ g/mol} = 2{,}0 \text{ g}$$

9. La masa, en gramos, de HCl (M = 36,5 g/mol) que hay en 20,0 mL de solución 0,200 M es:
A) 4
B) 146
C) $1{,}10 \cdot 10^4$
D) $4{,}00 \cdot 10^3$
E) 0,146

0,200 M equivale a decir:

0,200 moles de HCl → 1000 mL de solución
X moles de HCl → 20 mL de solución
X= $4*10^{-3}$ moles de HCl

$$\text{n (mol)} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar }(\frac{g}{mol})} \xrightarrow{eso\ implica\ que} \text{masa (g)} = \text{n (mol)} * \text{ masa molar } \left(\frac{g}{mol}\right)$$

Reemplazando:

$$\text{masa (g)} = \text{n (mol)} * \text{ masa molar } \left(\frac{g}{mol}\right) = 4*10^{-3} \text{ mol} * 36{,}5 \text{ g/mol} = 0{,}146 \text{ g de HCl}$$

10. Se tiene una muestra de 0,25 L de agua (densidad 1,0 g/mL) que contienen 7,5 miligramos de ión nitrato. Su concentración en partes por millón es:

A) 0,033
B) 30,0
C) 3,30
D) 3,00
E) 0,33

ppm = mg/L

7,5 mg de ion nitrato → 0,25 L de agua
X mg de ion nitrato → 1 L de agua
X = 30 mg/L = 30 ppm

11. En una piscina con 5 m³ de agua hay 1,0 g de sulfato de cobre (II). Determine su composición en ppm.
A) 5,0 ppm
B) 2,0 ppm
C) 1,0 ppm
D) 0,5 ppm
E) 0,2 ppm

$1m^3 \rightarrow 1000$ L
$5m^3 \rightarrow$ X L
X= 5000 L

Sabemos además que:

1,0 g de $CuSO_4$ = 1000 mg de $CuSO_4$

Ahora como los ppm, hacen referencia a mg que están en 1 L, y sabemos que en esta solución:

$$1000 \text{ mg de } CuSO_4 \xrightarrow{\text{están en}} 5000\ L$$

Hacemos el cálculo:

$$1000 \text{ mg de } CuSO_4 \xrightarrow{\text{están en}} 5000\ L$$
$$X \text{ mg de } CuSO_4 \xrightarrow{\text{están en}} 1\ L$$
$$X = 0{,}2\ \frac{mg}{L} = \mathbf{0{,}2\ ppm}$$

12. Se mezclan 100 mL de solución de ácido clorhídrico 2 mol/L con 300 mL de solución de ácido clorhídrico 4 mol/L. La concentración de la solución resultante en mol/L, suponiendo volúmenes aditivos, será:
A) 3,0
B) 1,0
C) 3,5
D) 2,0
E) 4,0

$$C_T * V_T = C_1 * V_1 + C_2 * V_2$$

Como se indicó que los volúmenes son aditivos, podemos considerar que el volumen total es 0,4 L (0,1 L + 0,3 L). Transformando los mL a L.

$$C_T = \frac{C_1 * V_1 + C_2 * V_2}{V_T} = \frac{2\ \frac{mol}{L} * 0{,}1\ L + 4\ \frac{mol}{L} * 0{,}3\ L}{0{,}4\ L} = 3{,}5\ \frac{mol}{L} = 3{,}5\ M$$

13. ¿Qué volumen de una solución de NaOH al 15,54 % en masa y densidad 1,170 g/mL se necesita para preparar 500 mL de una solución 0,2 M de NaOH?

A) 22,0 mL
B) 10,2 mL
C) 15,4 mL
D) 8,7 mL
E) Otro valor

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\%\ \text{pp} * \text{d (g/mL)} * 10}{MM\ (g/mol)}$$

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{15{,}54\ \% * 1{,}170\ \text{g/mL} * 10}{40\ g/mol} = 4{,}545\ \text{M}$$

$C_1 * V_1 = C_2 * V_2$
4,545 M * X = 0.2 M * 500 mL
X = 22,0 mL

14. Qué molalidad (mol/kg de solvente) tiene cada una de las disoluciones a) 8,66 g de benceno (C_6H_6) disueltos en 23,6 g de tetracloruro de carbono (CCl_4) b) 4,80 g de NaCl disueltos en 0,350 L de agua, respectivamente

A) 4,70 y 0,23
B) 0,23 y 4,70
C) 0,11 y 0,08
D) 8,7 y 4,8
E) Otro valor

$$m = moles\ de\ soluto \div Kg\ de\ solvente$$

a) Molalidad= $\frac{(8{,}66\ g/\ 78\ g/mol)}{0{,}0236\ Kg\ solvente}$ = 4,70 mol/Kg solvente

b) Molalidad= $\frac{(4{,}80\ g/\ 58{,}5\ g/mol)}{0{,}350\ Kg\ solvente}$ = 0,23 mol/Kg solvente

15. Determine la normalidad (Eq/L) y molaridad (mol/L) de una solución de H_3PO_4 que contiene 2,50 g de ácido en 135 cc de solución.

A) 0,19 y 0,57
B) 0,08 y 0,57
C) 0,19 y 0,08
D) 0,08 y 0,19
E) Otro valor

a) $$N = \frac{nº\ eq}{V\ soluciòn}$$

$$nºeq = \frac{m\ soluto}{meq * V\ soluciòn}$$

nº eq= nº de equivalentes de soluto en mol/eq.

meq= masa equivalente de soluto o “peso equivalente” en g/eq.

$$meq\ H3PO4 = \frac{98\frac{g}{mol}}{3} = 32{,}67\ \left(\frac{g}{eq}\right) \qquad nºeq = \frac{2{,}50\ g}{32{,}67\ g/eq} = 0{,}077\ eq/mol$$

$$N = \frac{0{,}077\ eq}{0{,}135\ L} = 0{,}57\ eq/L$$

b) $M = \frac{moles\ de\ soluto}{v\ soluciòn}$ $\quad M = \frac{\frac{2{,}50\ g}{98\ g/mol}}{0{,}135\ L}$ = 0,19 mol/L

Recuerda, que este cálculo no es necesario. Para resolverlo rápidamente, puedes aplicar lo siguiente:

N= M * nº

Este nº, dependerá de la sustancia involucrada en el ejercicio, es decir:

- **Si se trata de una acido nº será el número de H^+ intercambiados.**
- **Si se trata de una base nº será el número de OH^- intercambiados.**

Ejemplos:

H_3PO_4 (ac) → PO_4^- (ac) + $3H^+$ (ac)
Ca $(OH)_2$ (ac) → Ca^{+2} (ac) + $2OH^-$ (ac)

En este caso el nº= 3, por lo tanto N= 0,19 * 3 = 0,57 eq/L

16. Determine la masa en gramos de (S_8) se deben disolver en 100,0 g de naftaleno ($C_{10}H_8$) para preparar una solución 0,12 m.

0,12 moles → 1000 g solvente

X → 100 g   X= 0,012 moles × 256 g/mol= 3,072 g de azufre.

17. Según la legislación Colombiana la máxima cantidad de SO_2 (para sulfatar la bebida) que se puede añadir al vino tinto es de 250 mg por litro de bebida.

a) Cuál es la concentración en ppm permitida en el vino tinto.

b) Exprese la concentración anterior en ppb.

c) Cuantos ppm de SO_2 contiene generalmente una botella de vino, si su contenido es de 750 cm³.

Si las soluciones se encuentran muy diluidas una forma de expresar la concentración es en ppm o ppb. Las ppm se refieren a la cantidad de soluto que hay por cada millón de unidades de la solución.

ppm (10^6)   ppb (10^9)   ppm (ejemplo) = mg/L   ppb (ejemplo) = µg/L

a) $ppm = \frac{250\ mg}{1L} = 250\ ppm$

b) $250\ \text{ppm} * \frac{1000\ \text{ppb}}{1\ ppm} = 2{,}5 \times 10^5\ ppb$

c) $750\ cm^3 \times \frac{1\ L}{1000Cm^3} = 0{,}75\ L \times 250\ \frac{ppm}{L} = 187\ ppm$

18. Se disuelven 100 mg de NaCl en un litro de agua. Calcular las partes por millón (ppm) de NaCl y ppb de Cl.

$$\text{ppm} = 100\ \frac{\text{mg}}{\text{L}}$$

$$ppb = 100\ ppm\ \times \frac{1000\ ppb}{1ppm} = 1 \times 10^5\ ppb$$

19. Si 0,250 L de una disolución acuosa con una densidad 1,00 g/mL contiene 13,70 µg de pesticidas, expresar la concentración del pesticida en a) ppm b) ppb

$$13{,}70\ \mu\text{g} \times \frac{10^{-6}\ g}{1\ \mu g} \times \frac{1000\ mg}{1\ g} = 0{,}0137$$

Resultados:

Pregunta	Alternativa
1	E
2	B
3	Desarrollo*
4	Desarrollo*
5	B
6	Desarrollo*
7	E
8	C
9	E
10	B
11	E
12	C
13	A
14	A
15	A
16	Desarrollo*
17	Desarrollo*
18	Desarrollo*
19	Desarrollo*

*Estas preguntas son de desarrollo, por eso no tienen alternativas

Responsables académicos

Comité Editorial PAIEP.

Referencias y fuentes utilizadas

Chang, R.; College, W. (2002). *Química*. (7a. ed). México: Mc Graw-Hill Interamericana Editores S.A.

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). *Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería.* Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). *Manual de Ejercicios de Química General para Carreras Facultad Tecnológica. Unidad I: Estequiometria.* Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.